



Gases

Capitulo 5



Los elementos que existen como **gases** a 25°C y 1 atm.

1A																	8A
H																	He
2A																	
Li	Be											3A	4A	5A	6A	7A	Ne
Na	Mg											B	C	N	O	F	Ar
		3B	4B	5B	6B	7B	8B			1B	2B						
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt									

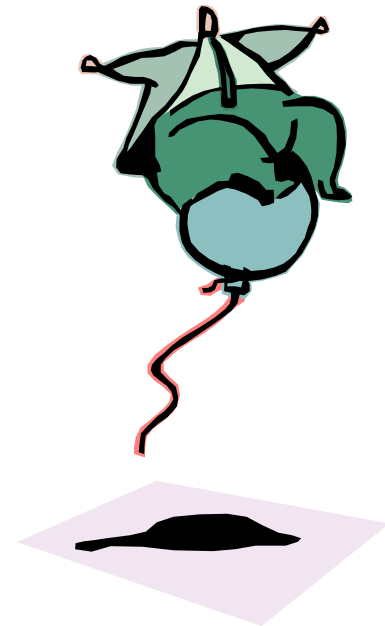
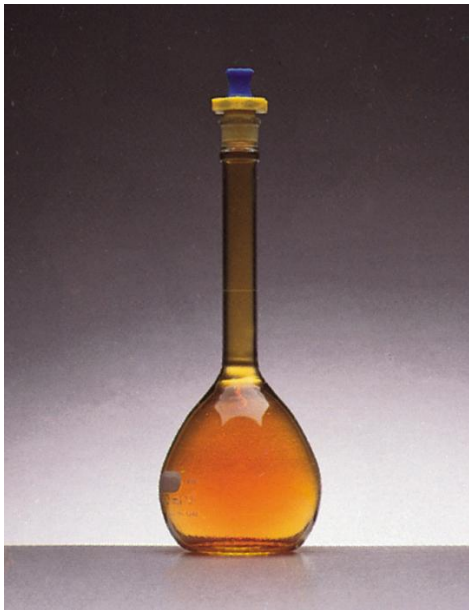
Table 5.1 Some Substances Found as Gases at 1 atm and 25°C

Elements	Compounds
H ₂ (molecular hydrogen)	HF (hydrogen fluoride)
N ₂ (molecular nitrogen)	HCl (hydrogen chloride)
O ₂ (molecular oxygen)	HBr (hydrogen bromide)
O ₃ (ozone)	HI (hydrogen iodide)
F ₂ (molecular fluorine)	CO (carbon monoxide)
Cl ₂ (molecular chlorine)	CO ₂ (carbon dioxide)
He (helium)	NH ₃ (ammonia)
Ne (neon)	NO (nitric oxide)
Ar (argon)	NO ₂ (nitrogen dioxide)
Kr (krypton)	N ₂ O (nitrous oxide)
Xe (xenon)	SO ₂ (sulfur dioxide)
Rn (radon)	H ₂ S (hydrogen sulfide)
	HCN (hydrogen cyanide)*

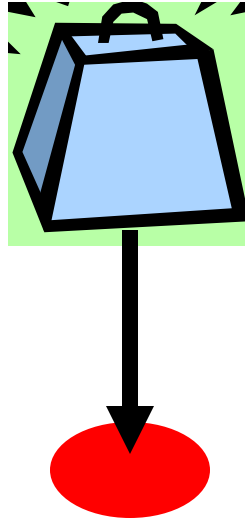
* The boiling point of HCN is 26°C, but it is close enough to qualify as a gas at ordinary atmospheric conditions.

Características físicas de los gases

- Toman la forma y volumen de su envase.
- Los gases son más compresibles que otros materiales.
- Gases pueden ser mezclados confinados en un mismo envase.
- Los gases tienen menor densidad que líquidos y sólidos .



$$\text{Presión} = \frac{\text{Fuerza}}{\text{Area}}$$



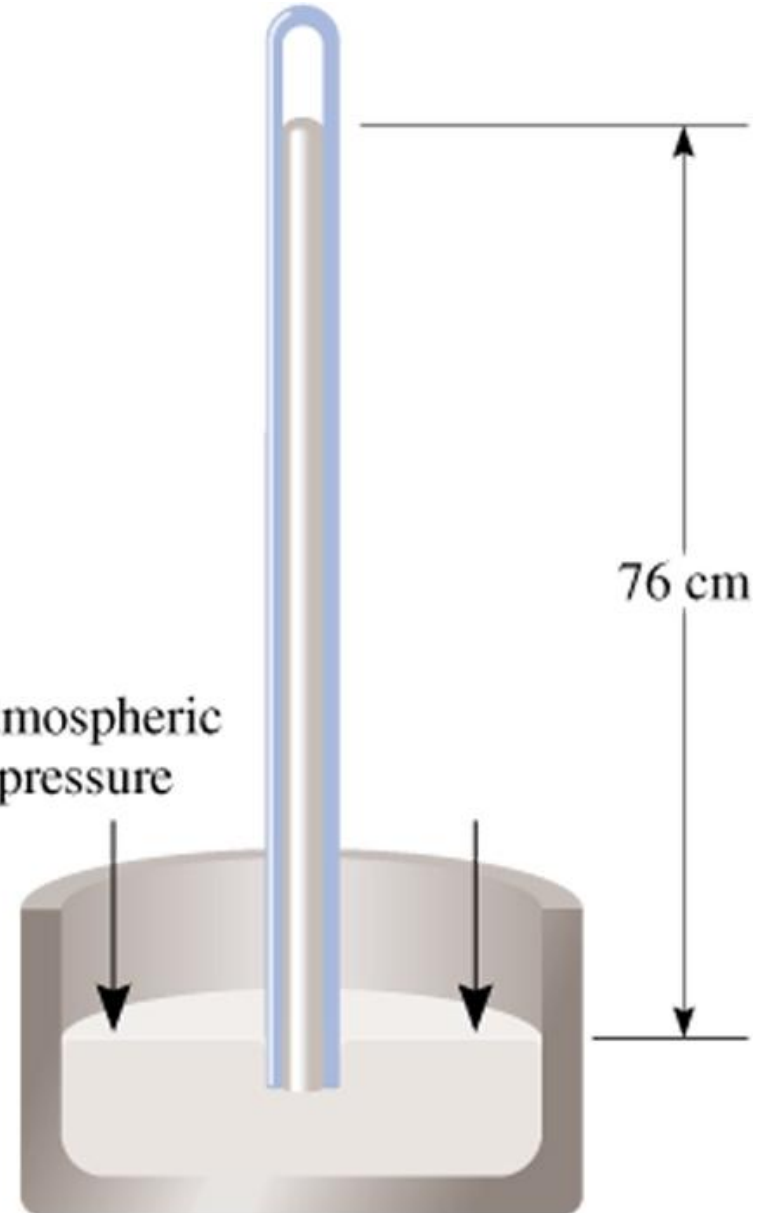
Unidades de Presión

1 pascal (Pa) = 1 N/m²

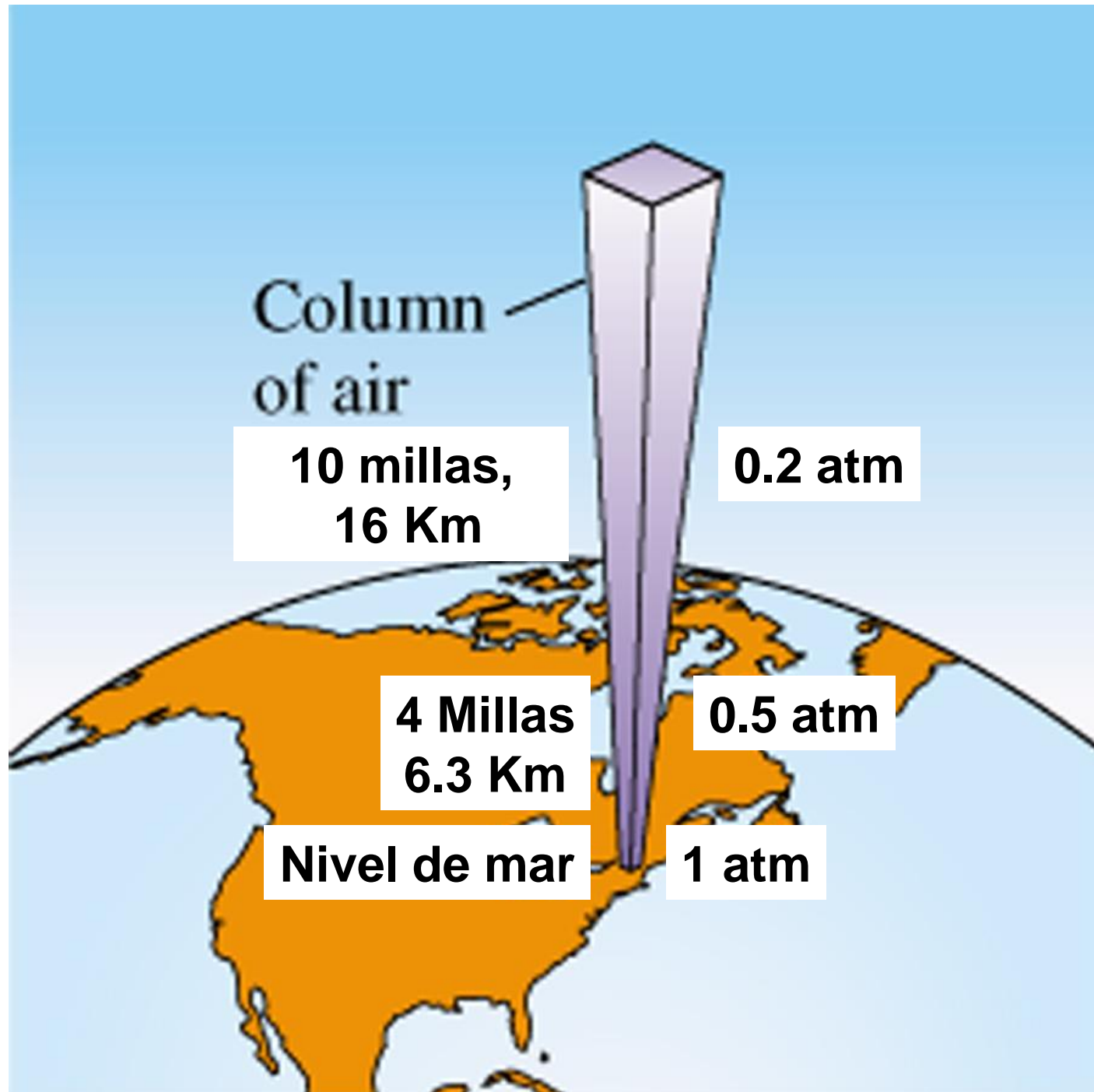
1 atm = 760 mmHg = 760 torr

1 atm = 101,325 Pa

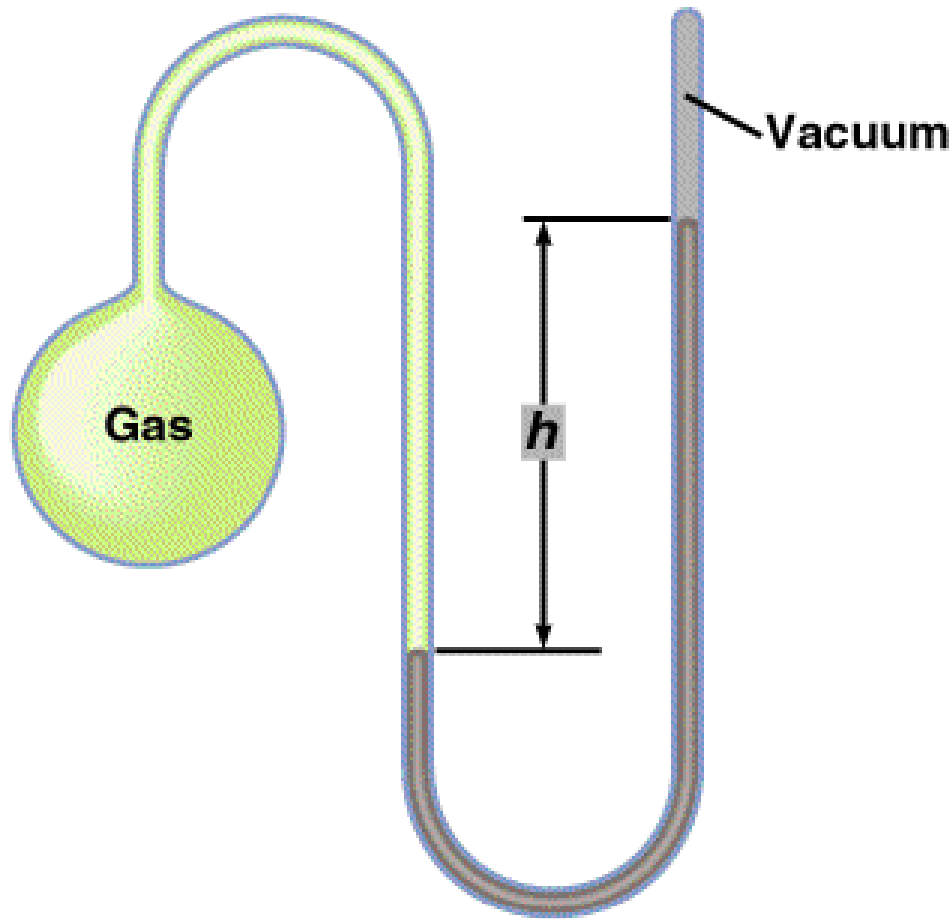
Atmospheric
pressure



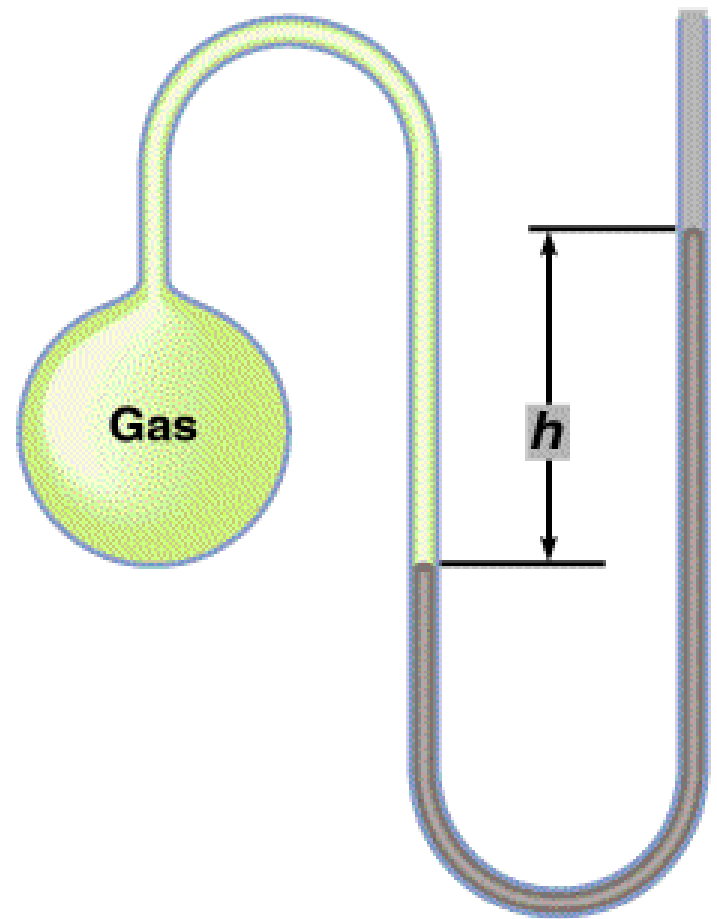
Barómetro



Manometers Used to Measure Gas Pressures

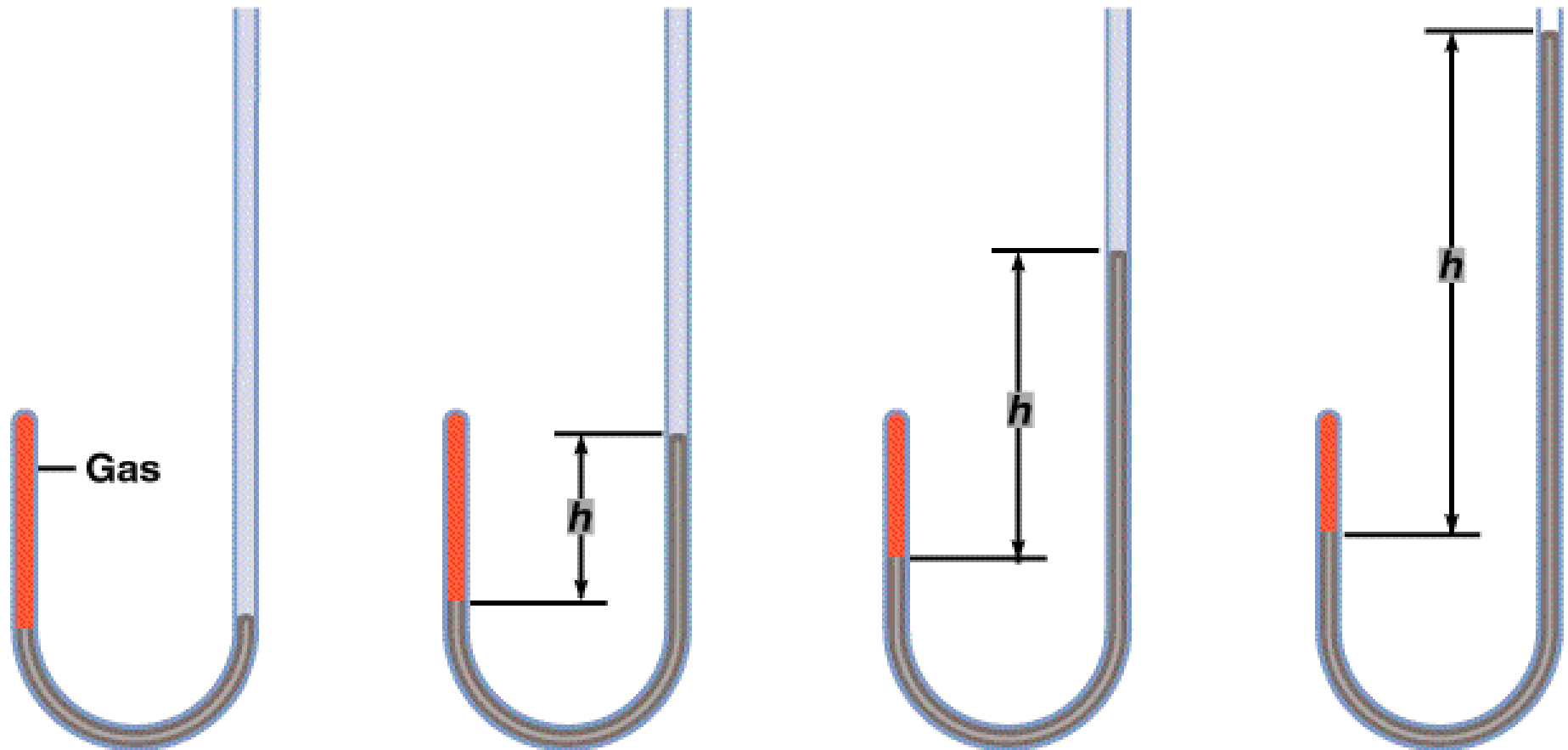


$$P_{\text{gas}} = P_h$$



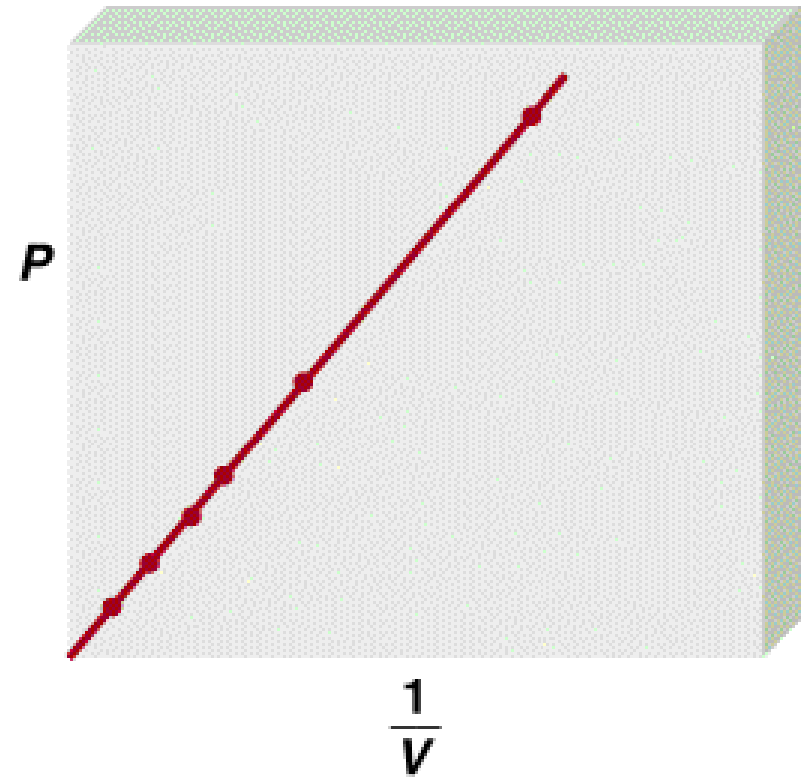
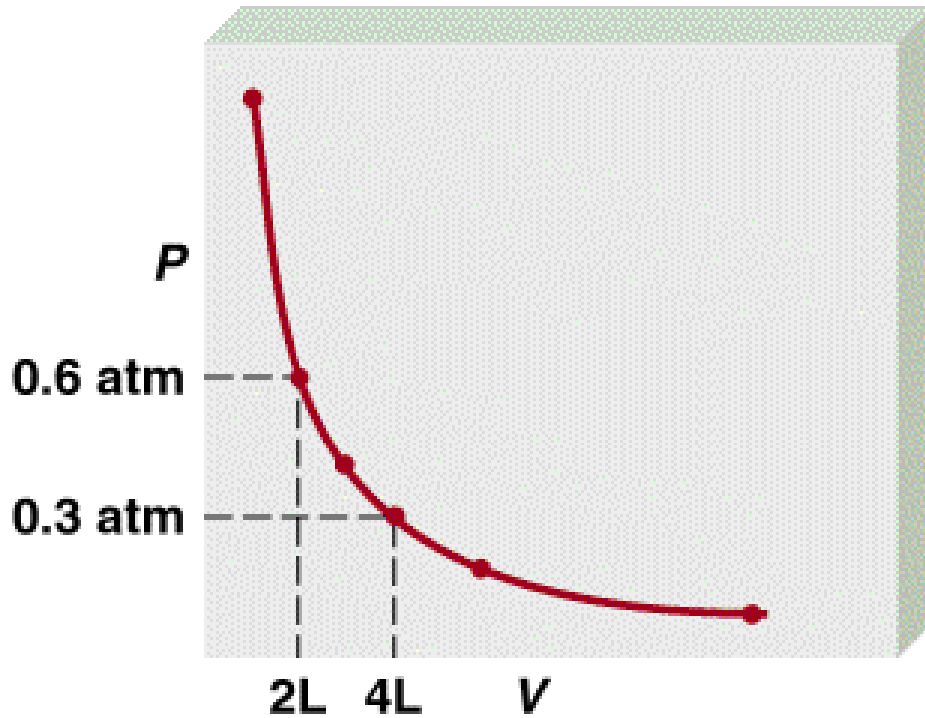
$$P_{\text{gas}} = P_h + P_{\text{atm}}$$

Apparatus for Studying the Relationship between Pressure and Volume of a Gas



Como P y h incrementan V Decrece

Ley de Boyle



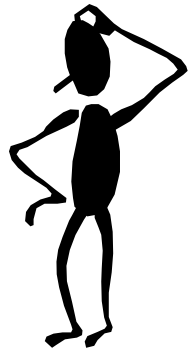
$$P \propto 1/V$$

$$P \times V = \text{constante}$$

$$P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2$$



T, n constante.



Ejemplo el gas cloro ocupa un volumen de 946 mL y tiene una presión de 726 mmHg. ¿Cual es la presión del gas en (mmHg) si el volumen se reduce a temperatura constante a 154 mL?

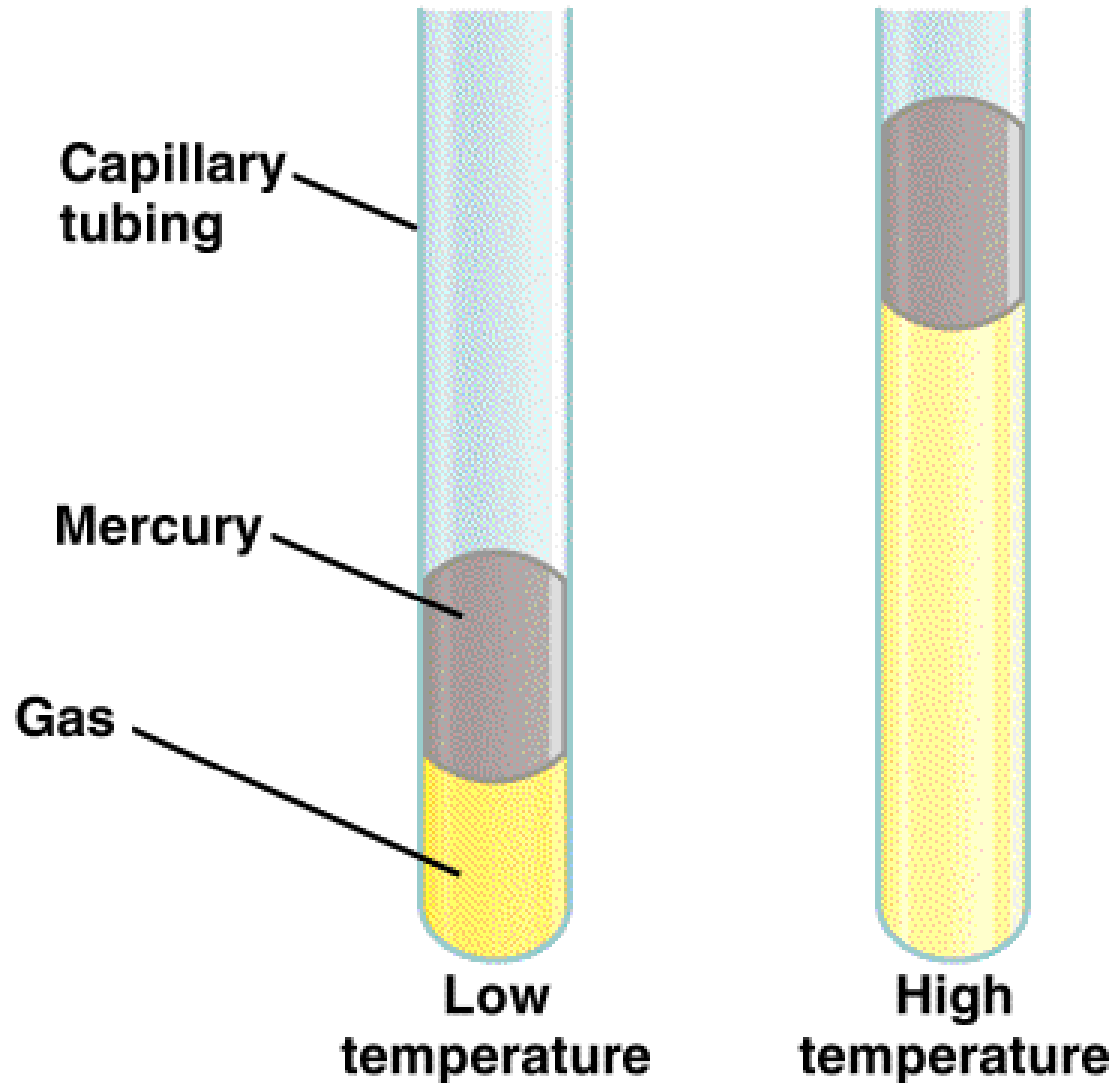
$$P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2$$

$$P_1 = 726 \text{ mmHg} \quad P_2 = ?$$

$$V_1 = 946 \text{ mL} \quad V_2 = 154 \text{ mL}$$

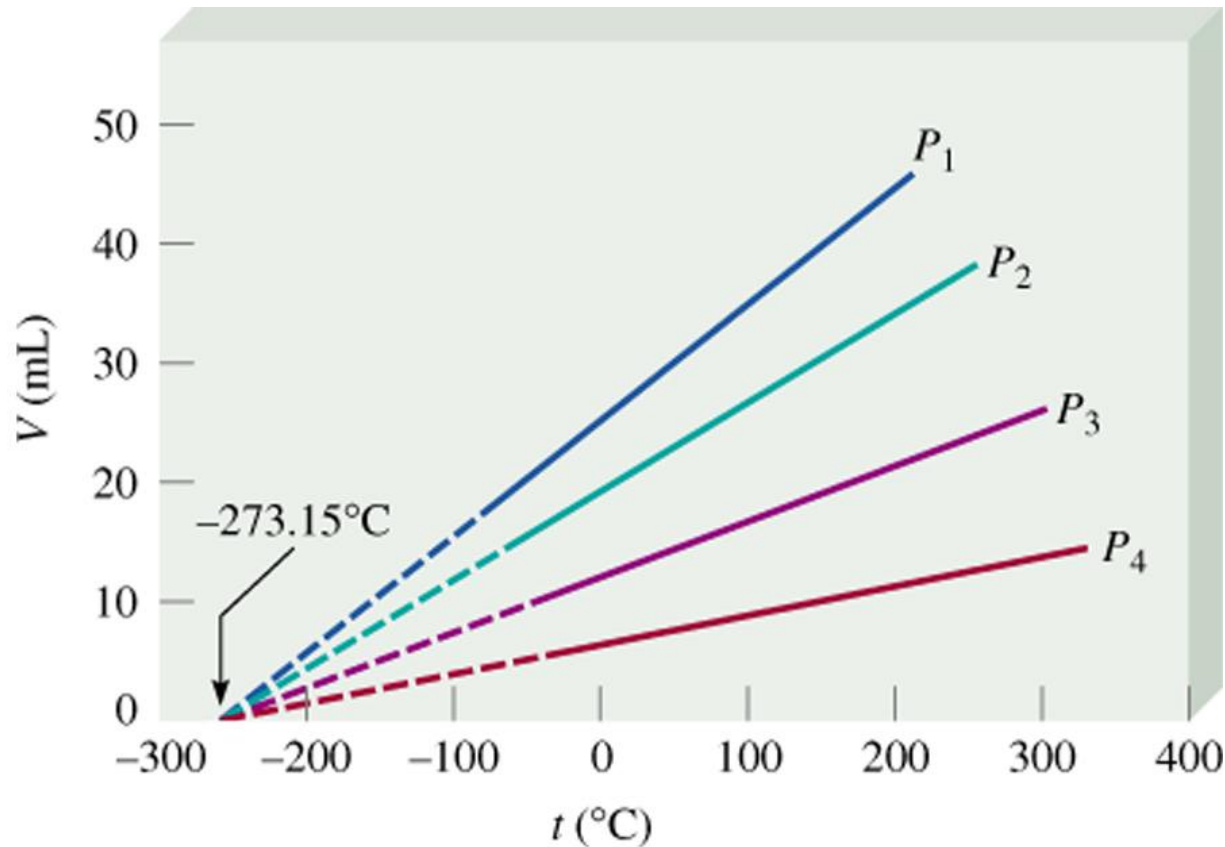
$$P_2 = \frac{P_1 \times V_1}{V_2} = \frac{726 \text{ mmHg} \times 946 \text{ mL}}{154 \text{ mL}} = 4460 \text{ mmHg}$$

Gas Expanding and Contracting



Como T incrementa V incrementa

Variación del volumen de un gas con la temperatura a presión constante.



Ley de Charles
y Gay-Lussac

$$V \propto T$$

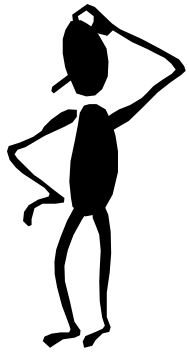
$$V = \text{constante} \times T$$

$$V_1/T_1 = V_2/T_2$$



Temperatura medida
en Kelvin

$$T (\text{K}) = t (^\circ\text{C}) + 273.15 \quad 5.3$$



Ejemplo el monóxido de carbono ocupa 3,20 L a 125 °C. ¿Cual es la temperatura del gas para un volumen de 1,54 L?. Si la presión es constante.

$$V_1/T_1 = V_2/T_2$$

$$V_1 = 3,20 \text{ L}$$

$$V_2 = 1,54 \text{ L}$$

$$T_1 = 398,15 \text{ K}$$

$$T_2 = ?$$

$$T_2 = \frac{V_2 \times T_1}{V_1} = \frac{1.54 \cancel{\text{ L}} \times 398,15 \text{ K}}{3,20 \cancel{\text{ L}}} = 192 \text{ K}$$

Ley de Avogadro

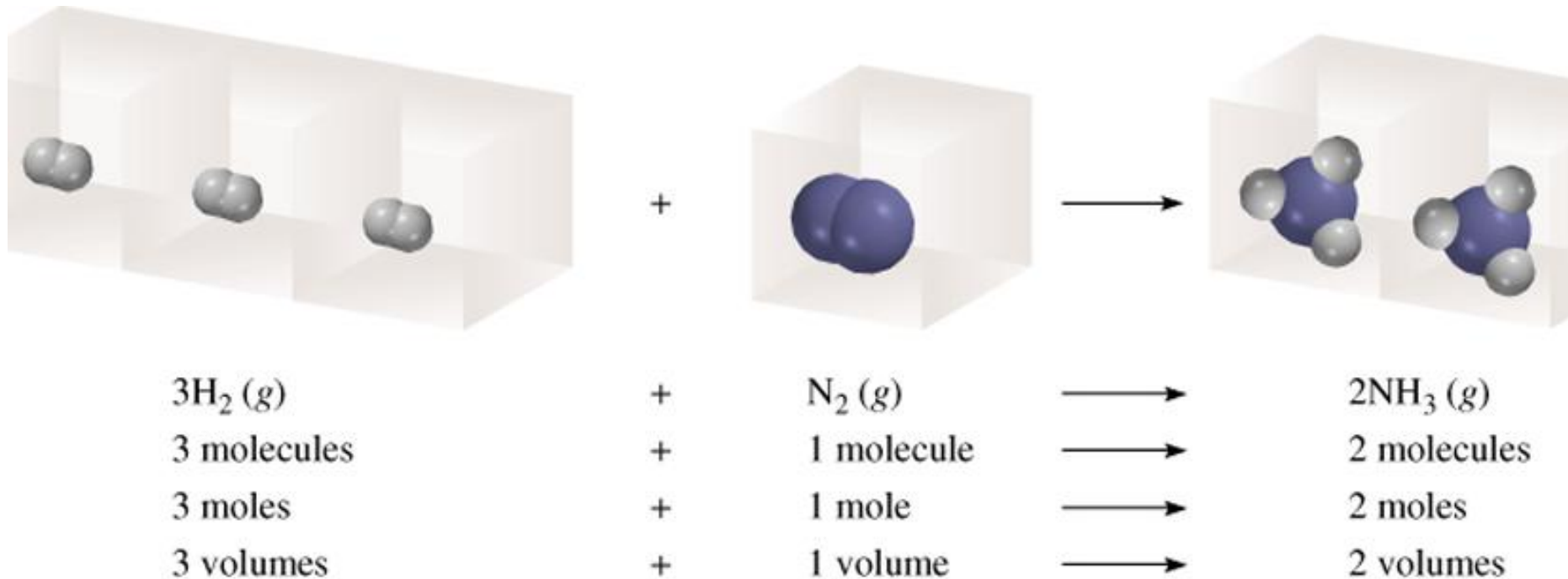
$V \propto$ número de moles (n)

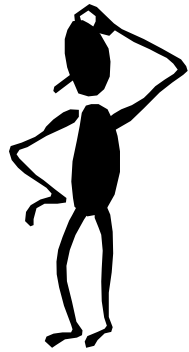
$V = \text{constante} \times n$

$$V_1/n_1 = V_2/n_2$$

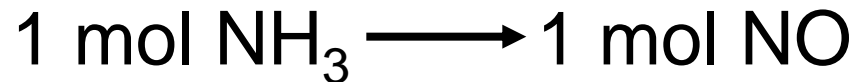


P, T Constante

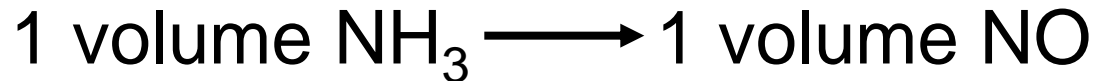




El amoníaco se quema en presencia de oxígeno para formar óxido nítrico (NO) y vapor de agua. ¿cuántos moles de NO son obtenidos desde un volumen de amoníaco a igual Presión y Temperatura?.



Con P, T constante



Gas Ideal ecuación

Ley de Boyle: $V \propto \frac{1}{P} (n, T)$

Ley Charles: $V \propto T (n, P)$

Ley Avogadro: $V \propto n (P, T)$

$$V \propto \frac{nT}{P}$$

$$V = \text{constante} \times \frac{nT}{P} = R \frac{nT}{P} \quad R \text{ constante de los gases}$$

$$PV = nRT$$



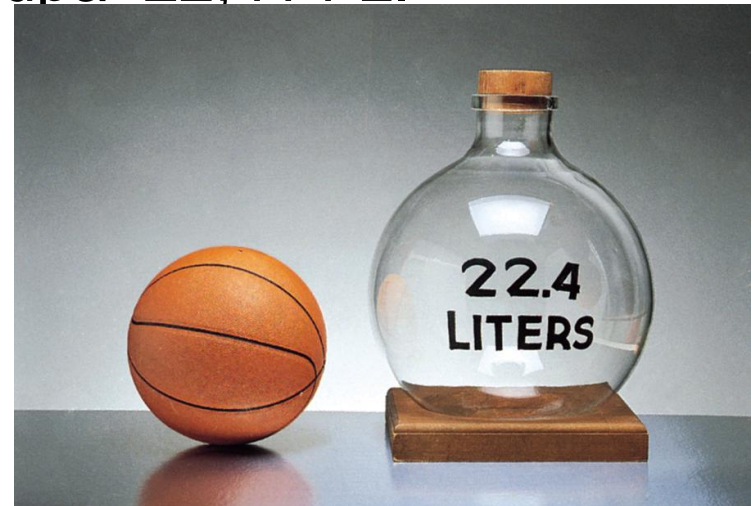
La condición de $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ y 1 atm son llamados condición estándar **de presión y temperatura (STP)**.

Experimentalmente se puede demostrar que STP, 1 mol de gas ideal ocupa $22,414\text{ L}$.

$$PV = nRT$$

$$R = \frac{PV}{nT} = \frac{(1\text{ atm})(22,414\text{L})}{(1\text{ mol})(273,15\text{ K})}$$

$$R = 0,082057\text{ L} \cdot \text{atm} / (\text{mol} \cdot \text{K})$$





Cual es el volumen (L) ocupado por 49,8 g de HCl a STP?

$$T = 0\text{ }^{\circ}\text{C} = 273,15\text{ K}$$

$$P = 1\text{ atm}$$

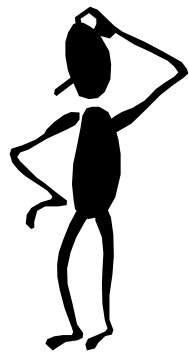
$$PV = nRT$$

$$V = \frac{nRT}{P}$$

$$n = 49,8\text{ g} \times \frac{1\text{ mol HCl}}{36,45\text{ g HCl}} = 1,37\text{ mol}$$

$$V = \frac{1,37\text{ mol} \times 0,0821 \frac{\text{L}\cdot\text{atm}}{\text{mol}\cdot\text{K}} \times 273,15\text{ K}}{1\text{ atm}}$$

$$V = 30,6\text{ L}$$



Ar es un gas inerte y es usado en la fabricación de ampolletas retardando el deterioro del filamento. Una ampolleta contiene Ar a una presión de 1,20 atm y 18 °C, el gas es calentado a 85 °C a volumen constante. ¿Cual es la presión final del Ar en el interior de la ampolleta (atm)?.

$$PV = nRT \quad n, V \text{ and } R \text{ constante}$$

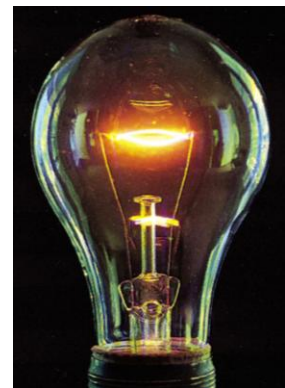
$$\frac{nR}{V} = \frac{P}{T} = \text{constante}$$

$$P_1 = 1.20 \text{ atm} \quad P_2 = ?$$

$$T_1 = 291 \text{ K} \quad T_2 = 358 \text{ K}$$

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

$$P_2 = P_1 \times \frac{T_2}{T_1} = 1,20 \text{ atm} \times \frac{358 \text{ K}}{291 \text{ K}} = 1,48 \text{ atm}$$



Densidad (d)

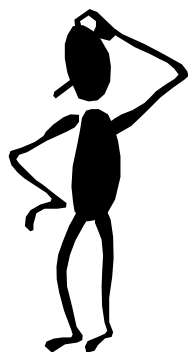
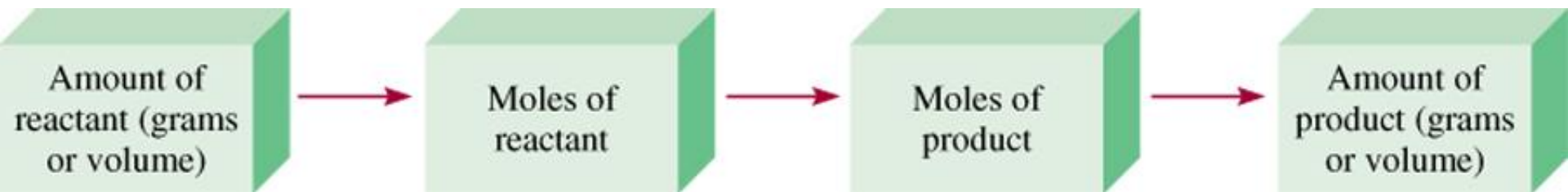
$$d = \frac{m}{V} = \frac{P\mathcal{M}}{RT}$$

m masa de gas en g
 \mathcal{M} masa molar del gas

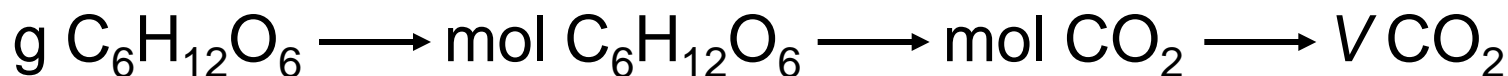
Masa Molar (\mathcal{M}) de una sustancia gaseosa

$$\mathcal{M} = \frac{dRT}{P}$$

d densidad del gas en g/L



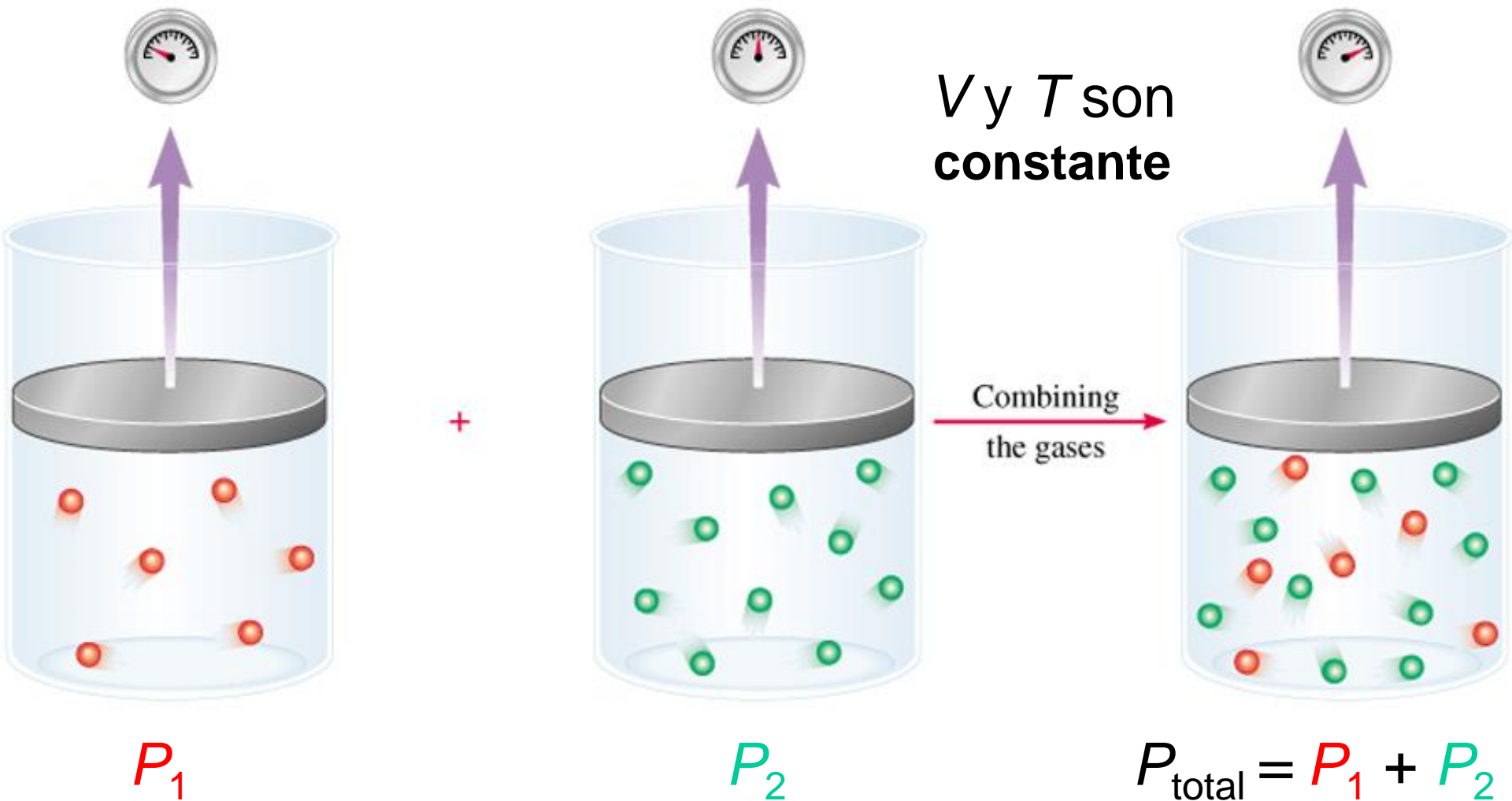
¿Cual es el volumen de CO₂ producido a 37° C y 1,0 atm cuando 5,60 g de glucosa son utilizados en la reacción?:



$$5,60 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \times \frac{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{180 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \times \frac{6 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 0,187 \text{ mol CO}_2$$

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{0,187 \text{ mol} \times 0,0821 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times 310,15 \text{ K}}{1,00 \text{ atm}} = 4,76 \text{ L}$$

Ley de Dalton de las Presiones Parciales



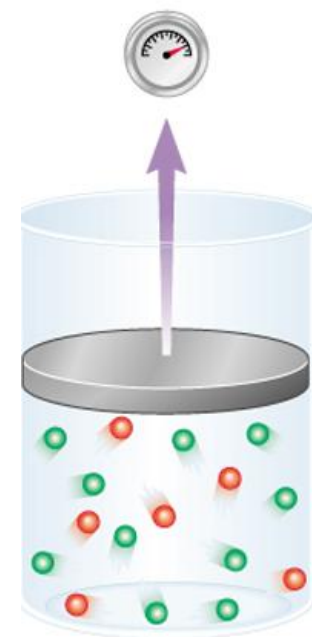
2 gases **A** y **B**, están contenidos en un recipiente de volumen V .

$$P_A = \frac{n_A RT}{V}$$

n_A número de moles de **A**

$$P_B = \frac{n_B RT}{V}$$

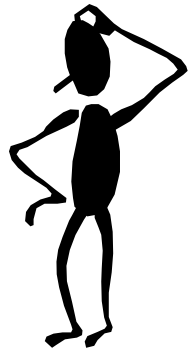
n_B número de moles de **B**



$$P_T = P_A + P_B \quad X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B} \quad X_B = \frac{n_B}{n_A + n_B}$$

$$P_A = X_A P_T \quad P_B = X_B P_T$$

$$P_i = X_i P_T$$

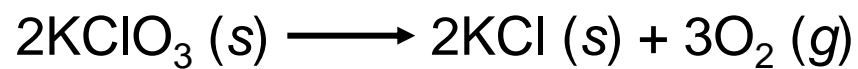
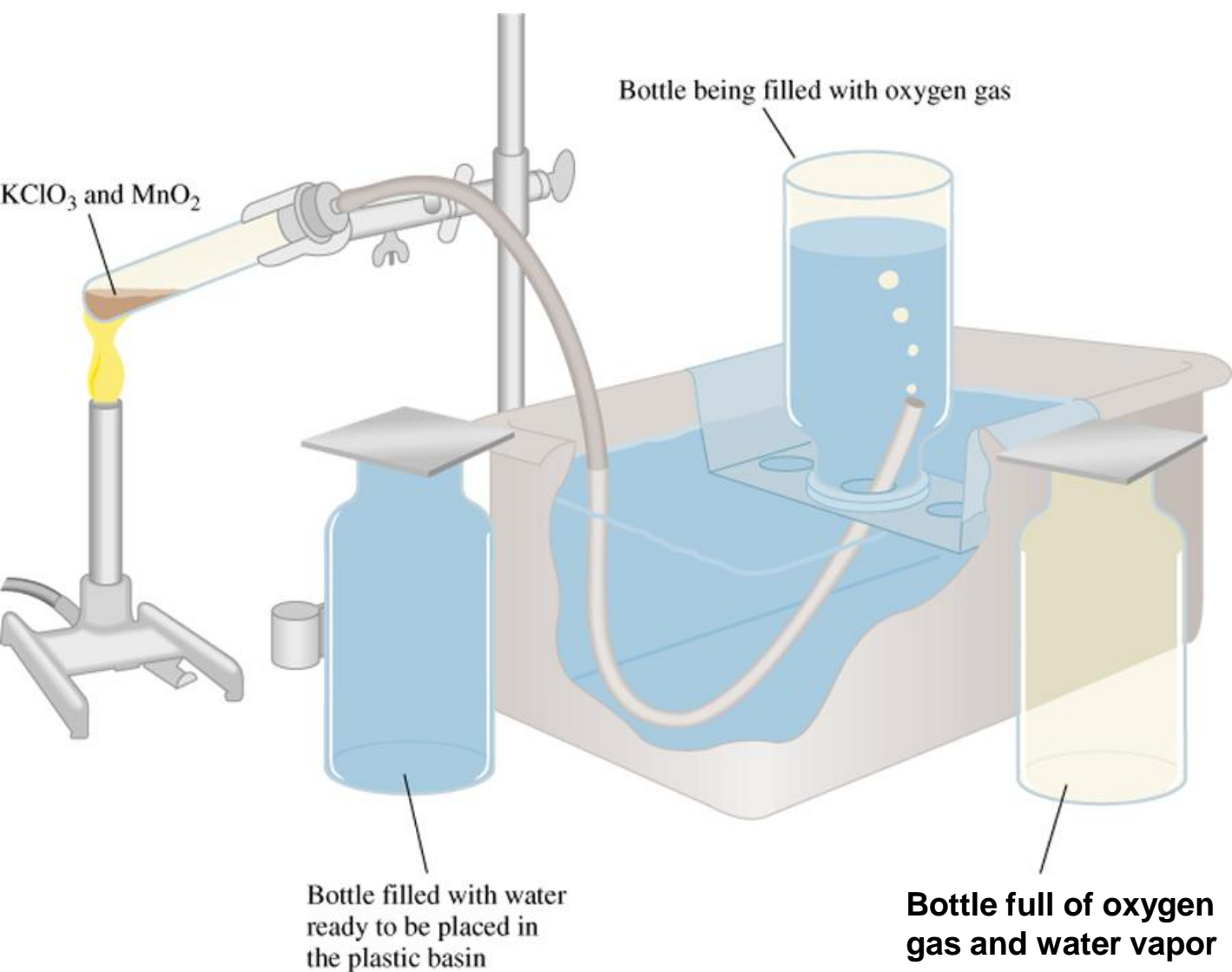


Una muestra de gas natural contiene 8,24 moles de CH_4 , 0,421 moles de C_2H_6 , y 0,116 moles de C_3H_8 . Si la presión total es 1,37 atm, cual es la presión parcial de (C_3H_8)?

$$P_i = X_i P_T \quad P_T = 1,37 \text{ atm}$$

$$X_{\text{propano}} = \frac{0,116}{8,24 + 0,421 + 0,116} = 0,0132$$

$$P_{\text{propano}} = 0,0132 \times 1,37 \text{ atm} = 0,0181 \text{ atm}$$



$$P_{\text{T}} = P_{\text{O}_2} + P_{\text{H}_2\text{O}}$$

Table 5.3 Pressure of Water Vapor at Various Temperatures

Temperature (°C)	Water Vapor Pressure (mmHg)
0	4.58
5	6.54
10	9.21
15	12.79
20	17.54
25	23.76
30	31.82
35	42.18
40	55.32
45	71.88
50	92.51
55	118.04
60	149.38
65	187.54
70	233.7
75	289.1
80	355.1
85	433.6
90	525.76
95	633.90
100	760.00